principali formule di chimica

Eq. di stato dei gas perfetti (P in atm, V in litri, T in Kelvin)	$\boldsymbol{P * V = n * R * T}$
Molarità (M) (V in litri)	$M = \frac{n\ moli_{soluto}}{Vol_{soluzione(lit)}}$ $n_{moli} = M*V$
Molalità (m) (massa in Kg)	$m = \frac{n\ moli_{soluto}}{massa_{solvente}\ (kg)}$
Normalità (N) **Titolazione** (al punto equivalente)	$N = M * (n.o.ione) * (coeff.ione)$ $N_1 * V_1 = N_2 * V_2$ (N=Normalita, V=volume delle 2 soluzioni)
Legge di Raoult (per soluto non volatile e non elettrolita)	$p_{soluz.} = p_{solvente} * X_{solvente}$ oppure $\Delta p = p_{solvente} * X_{soluto}$ *Se il soluto è elettrolita forte occorre calcolare la X in funzione del numero di ioni*
Frazione molare di un componente A di una soluzione	$X_A = \frac{n\ moli_A}{n\ moli\ _{tot}}$
Innalzamento ebullioscopico (Nelle soluzioni non elettrolitiche i=1)	$\Delta t_{eb} = K_{eb} * m * i$
Abbassamento crioscopico (nelle soluzioni non elettrolitiche i=1)	$\Delta t_c = -K_c * m * i$
Pressione osmotica Legge di vant'HOFF (Nelle soluzioni non elettrolitiche i=1)	$\pi = R * T * M * i$
Solubilità (Legge di Henry)	$S = k * p_{parziale\ gas}$
Equilibrio chimico	$K_c = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$
pH acidi forti	$pH = -\log(N)$ $(riferito\ ad\ H^+)$
pH acidi deboli (formula approssimata, valida se Ka molto basso rispetto alla [acido])	$pH = -log\sqrt{Ka * [acido]}$
pH Basi forti	$pOH = -log\ (N)$ $(riferito\ a\ OH-)$ $quindi$ $pH = 14 - pOH$

pH Basi deboli
(formula approssimata, valida se Ka molto basso rispetto alla [acido])

$$pOH = -log\sqrt{Kb * [base]} \quad quindi \ \ pH = 14 - pOH$$

- ✓ Ricordare che per le basi vale sempre la regola di trovare il pOH e ricavare il pH per differenza 14-pOH

Soluzione tampone (caso acido debole e suo sale con base forte)

$$pH = -\ log\ (Ka * \frac{[acido]}{[sale]})$$

Soluzione tampone (caso base debole e suo sale con acido forte)

$$pOH = -\ log\ \ (Kb * \frac{[base]}{[sale]})$$

Idrolisi salina:

- sale formato da acido forte e base debole idrolisi acida (es. NH_4Cl)
- sale formato da acido debole e base forte idrolisi basica (es. $NaHCO_3$)
- sale formato da acido e base entrambi deboli La specie con K maggiore determina il pH
- acido e base con forza dello stesso ordine di grandezza sale neutro (es. NaCl)

Idrolisi salina: caso acido forte e base debole *oppure* caso acido debole e base forte

$$pH = -\ log\ \ \sqrt{[sale] * \frac{Kw}{Kb}} \quad \text{oppure} \quad pOH = -\ log\ \ \sqrt{[sale] * \frac{Kw}{Ka}}$$

Prodotto di solubilità (sale elettrolita forte in soluzione satura)

$AB \rightleftarrows aA^{+} + bB^{-}$

$$Kps = [A^{+}]^{a}\ [B^{-}]^{b}\ se\ a = b = 1 \ \ [A^{+}] = solubilità = \sqrt{Kps}$$

Pile : esistono vari tipi di pile. Il caso più semplice è la pila a ponte salino con elettrodi metallici immersi in soluzioni con la stessa concentrazione. Per convenzione le pile si scrivono con polo negativo (anodo) a sinistra. Ad esempio una pila Zinco rame a ponte salino si scriverà: Zn/Zn^{++} // Cu^{++}/Cu

Equazione di Nernst (da usare se non è possibile usare i potenziali standard) <u>ATTENZIONE: usare R=8,31</u>	$E = E^{0} - \frac{RT}{nF} * \ ln\ \frac{[red]^{a}}{[ox]^{b}}\ oppure\ E = E^{0} - 2{,}3\ \frac{RT}{nF} * \ log\ \frac{[red]^{a}}{[ox]^{b}}$ Se si ha più di una specie redox moltiplicarle fra di loro elevandole al rispettivo coefficiente, es aA+bB/cC+dD $E = E^{0} - \frac{RT}{nF} * \ ln\ \frac{[A]^{a}[B]^{b}}{[C]^{c}[D]^{d}}$
Pile	$E_{pila} = \ Ered - Eox$ (calcolati ciascuno con eq. Nernst) Es. Zn/Zn^{++} // Cu^{++}/Cu $E_{pila} = E_{rame} - E_{zinco}$
Cella elettrolitica Ricordare che 1 faraday= 1 mole di elettroni	$1C = 1A * 1sec$ e anche $1F = 96486\ C$
2ª Legge di faraday	In una cella elettrolitica per ogni faraday di corrente che passa si deposita un equivalente di sostanza (ovvero 1 mole/valenza operativa) Quindi se passa 1 ampere per 1 ora in una cella contenete Ag^{+}avremo: $F = (1A * 3600\ sec)/96486$ cioè (0,037)/1 moli di Ag
Termodinamica: Nell'applicazione delle formule tener conto degli stati standard e del numero di moli di sostanza	Variaz. Entalpia $\Delta H = \sum(moli_{prod} * H°f_{prod}) - \sum(moli_{reag} * H°f_{reag})$ con p=1bar <u>*NOTA BENE Gli elementi chimici nel loro stato standard hanno H°=0*</u> Variaz Entropia $\Delta S = \sum(moli_{prod} * S°_{prod}) - \sum(moli_{reag} * S°_{reag})$ con p=1bar Variazione di energia libera $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Alcune costanti e valori di conversione

Costanti principali	*Valori*	*Conversioni*	
Costante dei Gas (R)	$0{,}0821 \frac{L*atm}{mol*K}$ oppure $8{,}314 \frac{J}{mol*K}$		
Numero di Avogadro	$6{,}022*10^{23}$		
$Kcrio\ (H_2O)$	$1{,}86\ °C\ \frac{kg}{mol}$	$1litro = 1dm^3$	
$Kebull.\ (H_2O)$	$0{,}51\ °C\ \frac{kg}{mol}$	$1ml = 1cm^3$	
Faraday 1F	96486 C	1ton=1000kg	
Kw (a 25°C)	$1*10^{-14}$	$1m^3 = 1000litri = 1000dm^3$	
		Densita: $1kg/litro = 1kg/dm^3 = 1g/ml = 1ton/m^3$	
		0 C°= 273,15K (spesso approssimata a 0 °C=273K).	

1. In un recipiente con V= 0.5 litri e T=250°C vengono introdotti 8g di PCl_5. Avviene la reazione $PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2$ La Kc dell'equilibrio vale 0.041 . Calcolare la concentrazione delle 3 specie chimiche all'equilibrio (suggerimento: all'inizio c'e' solo il PCl_5.....il dato della temperatura non serve per risolvere l'esercizio, serve solo all'autore per la definizione corretta dell Kc….) [$[PCl_5]$=0,03 M; $[PCl_3]=[Cl_2]$=0,05 M]
2. Una soluzione viene ottenuta mescolando 1 litro di soluzione NaOH 1M con 1 litro soluzione 1,05 M di acido nitrico (HNO_3). Trovare il pH finale [pH=1,6]
3. Un beker contiene 10 grammi di NaOH e 50 grammi di CH3COOH (Ka=$1{,}8*10^{-5}$) e viene portato a volume di 2 litri aggiungendo acqua. Calcolare il pH (considera sempre cosa rimane dopo che l'acido ha reagito con la base) **[pH=4,37]**
4. Calcolare il pH ottenuto mettendo 100 grammi di acido nitroso (o diossonitrico) in un litro di soluzione (Ka=$4{,}50 * 10^{-4}$) [pH=1,51]
5. Se si mescola 1 litro di soluzione 1M di HNO_2 (acido debole, Ka=$4{,}50 * 10^{-4}$) con 0,5 litri soluzione 2M di KOH (base forte) quale pH avrà la soluzione finale ? **[pH=8,58]**
6. L'Argento Cloruro ha un Kps di 1.77×10^{-10} calcolare quanti grammi di AgCl si trovano disciolti in 1 metro cubo d'acqua (soluzione satura). Calcola anche la sua molarità (M). [1,9g $1{,}3\times10^{-5}$M]
7. Ad un litro di una soluzione satura di cloruro di argento (AgCl, Kps=1.77×10^{-10}) si aggiungono 1 grammo di HCl . Considerando trascurabile l'aumento di volume della soluzione calcolare quanti grammi (o milligrammi) di AgCl precipitano. (suggerimento: considera l'effetto dello ione comune, poiché HCl è elettrolita di gran lunga più forte del Cloruro di argento…..per il calcolo finale della $[Cl^-]$ però prova a tener conto sia della quota proveniente da HCl che quella proveniente dal sale. Se lo trovi troppo complicato considera allora solo la quota proveniente da HCl) [$1{,}9\times10^{-3}$g]

8. Una pila a ponte salino $Zn/Zn^{++}//Cu^{++}/Cu$ è formata da due diverse soluzioni: all'anodo soluzione $ZnSO_4$ 1M e al catodo soluzione $CuSO_4$ 2M . Alla temperatura di 25°, calcolare la differenza di potenziale ai capi della pila (E^0 Zn=-0,76 E^0 Cu=0,34) [1,1V]
9. In una cella elettrolitica si trova NaCl puro allo stato fuso (quantità in eccesso!!!). Viene fatta passare una corrente di 10 Ampere per 5 ore consecutive. Avvengono le seguenti reazioni:
   al catodo: Na^+ + 1e Na (metallico)
   all'anodo: Cl^- - 1e Cl (gas)
   Calcolare :
   a) quanti grammi di cloro e quanti grammi di sodio si formano. [6,63g 4,30g]
   b) quanti litri di Cl2 se la temperatura è di 120 gradi e pressione 5 atmosfere (attenzione che essendo un gas molecolare darà la reazione Cl+Cl Cl_2) [0,6L]
10. Calcolare quanti Joule di calore vengono prodotto dalla combustione in aria di 1 kg di metano La reazione che avviene è $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O_{(vap)}$. L'ossigeno è reagente in eccesso. Alla pressione alla quale avviene la reazione i valori di H°f jsono: CH_4 -74,81 KJ/mol , CO_2 -393,51 KJ/mol, H_2O (vap) -241,82 KJ/mol [50146,25 KJ]
11. Calcolare la differenza di calore rispetto alla reazione dell'esercizio precedente, se nelle stesso condizioni si utilizza però una caldaia a condensazione con abbassamento della temperatura di scarico dei fumi in grado perciò di recuperare allo stato liquido l'80% del vapore acqueo prodotto dalla reazione. H°f H_2O (liq) -285,83 KJ/mol [-4401 KJ]
12. Calcolare ΔG a 300K della reazione $3H_2 + 2N_2 \rightarrow 2NH_3$ e determinare se endoergonica o esoergonica. I valori S° sono rispettivamente H_2=0,130, N_2=0,1915 e NH_3=0,19233 KJ/(mol*K) mentre il valore H°f per NH_3 è di -46,19 Kj/mol (suggerimento: si consideri il valore di) [ΔG=24,12 la reazione è endoergonica]